

Demonstrationsversuch - Kristallisationswärme von Natriumacetat

Vorbereitung (am Tag vorher)

- 470 g Natriumacetat und 100 ml demineralisiertes Wasser in ganz sauberen 1000 ml Erlenmeyerkolben geben
 - vorsichtig erhitzen, bis Natriumacetat vollständig aufgelöst
 - abkühlen lassen, Öffnung durch ein Stück Alufolie verschließen
- Wenn das Glas ohne Verunreinigungen im Inhalt erschütterungsfrei steht, bilden sich auch beim Abkühlen keine Kristalle: Es entsteht eine „übersättigte Lösung“*

Demonstrationsversuch

- Glas von unten beleuchten
- mit einer Pinzette einen kleinen Kristall von Natriumacetat aufnehmen und in die klare übersättigte Lösung fallen lassen
- Beobachtung: _____

(Bei sauberer Handhabung und Verschluss mit Stopfen kann der Versuch viele Male im gleichen Erlenmeyerkolben wiederholt werden)

Praktikum – Salzauflösung und Temperaturveränderung

Jede 2er Gruppe bekommt mindestens

- ein 5 ml Schnappdeckelglas mit einem der 4 Salze (mit Nummer beschriftet)
- ein 10 ml Schnappdeckelglas, zur Hälfte mit Wasser gefüllt
- ein Thermometer

Natürlich kann man auch jeder Gruppe 2 oder mehr verschiedene Salze geben, wenn man den Materialaufwand nicht scheut.

Aufgabe

- Temperatur des Wassers messen
- Salz in Wasser kippen und mit Thermometer vorsichtig (!!!) umrühren
- Messung der Temperatur nach 1 min und Errechnung der Differenz

Salze

Nr.	Salz	Temperaturveränderung 1 min nach Mischung mit Wasser
1	Kaliumnitrat	
2	Ammoniumchlorid	
3	Lithiumnitrat	
4	Calciumchlorid	

Beim Calciumchlorid nimmt man wasserfreies CaCl_2 oder Calciumchlorid Dihydrat $\text{CaCl}_2 \times 2 \text{H}_2\text{O}$. (Warum es hier ausnahmsweise wärmer wird, kann man erst nach der Besprechung des Kristallwassers (Kap. 5) verstehen, ansonsten dient die Versuchsreihe zur Verdeutlichung der Lösungskälte im Gegensatz zur Kristallisationswärme). Den Versuch mit Calciumchlorid könnte man auch erst später beim Kristallwasser machen.

Demonstrationsversuch - Kältemischung

Zur Vorbereitung: Eiswürfel, Mörser und Pistill in Gefrierschrank

- 6 Eiswürfel in Mörser aus Porzellan zerkleinern (Mörser und Pistill am besten vorher in Kühlschrank lagern)
- das zerkleinerte Eis in 2 kleine Bechergläser verteilen
- in eines der beiden Bechergläser etwa die gleiche Volumenmenge Kochsalz dazu geben

Das Schema wirkt zunächst widersprüchlich in Bezug auf Wärme und Kälte: Sowohl rechts als auch links des Doppelpfeiles kommen Wärme UND Kälte vor. Zum Verständnis kann es helfen, wenn man Wärme und Kälte nicht nur mit physikalisch messbaren Temperaturen gleich setzt und mit der Klasse folgende Gedankenübungen macht:

- Viele Menschen verwenden für die Gestaltung eines Zimmers Pflanzen, Bilder, evtl. Kerzen. Dann kommen wir in einen anderen Raum, der vorwiegend durch Mineralien und Kristalle gestaltet ist. Wenn in der Klasse gefragt wird, wie solch ein Raum empfunden wird, kommen oft Begriffe wie geheimnisvoll, aber auch kühl und distanziert.

- Man kommt in verschiedene Räume mit mehreren Menschen. In dem einen herrscht SOZIAL eine „frostige Atmosphäre“, in dem anderen eine „warme Atmosphäre“. Wie äußert sich das? Zur ersteren gehören Qualitäten wie distanziert, still, wenig Bewegung, kein Austausch. Der andere Raum ist charakterisiert durch Bewegung, Austausch, Gespräche ... Auf dem Hintergrund dieser beiden Vorstellungsübungen kann man deutlich machen, dass der Salzkristall eher mit dem Qualität der Kälte, die Salzlösung mit dem Motiv der Wärme zu tun hat. Man spricht bei dem warmen Zustand von latenter (=verborgener) Wärme. Auf diesem Hintergrund lässt sich der scheinbare Widerspruch in dem Schema auflösen: Wenn ich Salzkristalle aus ihrem „kalten Qualität“ überführen möchte in die eher „warme Qualität“ der Lösung, dann kann ich dies fördern durch die Zufuhr von physikalischer Wärme. Bei diesem Auflösungsprozess „verliert“ das Salz seinen „kalten Zustand“, wobei physikalische Kälte als Lösungskälte entsteht. Im gegenteiligen Prozess wird der Übergang in den „kalten“ kristallinen Zustand gefördert durch Abkühlung, wobei die latente Wärme der Lösung sich als physikalische Kristallisationswärme freigesetzt wird.

Einen besonderen Bezug zur Praxis hat die Kristallisation von Natriumacetat, da dieses Salz verbreitet in Wärmekissen, Taschenwärmer etc. verwendet wird.

Um das wirklich zu verstehen, muss man aber erörtern:

- Der Taschenwärmer enthält – ebenso wie unser Experiment – am Anfang eine „übersättigte“ Lösung.
- Nicht bei allen klaren Salzlösungen bilden sich bei Abkühlung sofort Kristalle, wie es entsprechend den Tabellenwerten zu den Sättigungskonzentrationen zu erwarten wäre. Manchmal braucht es dazu wie in unserem Versuch einen „Impfkristall“.
- Bei einem Taschenwärmer kann man natürlich keinen Impfkristall in die Plastikverpackung geben. Stattdessen entstehen durch das Abknicken des innen liegenden festen Materials feine Erschütterungen, die ebenfalls die Kristallisation auslösen können.
- Natriumacetat eignet sich besonders gut für eine hohe Wärmegewinnung, weil die Sättigungskonzentrationen extrem stark von der Temperatur abhängig ist. So kann in heißem Wasser sehr viel Salz gelöst werden, sodass dann bei der Kristallisation entsprechend viele Kristalle entstehen und viel Wärme gebildet wird.